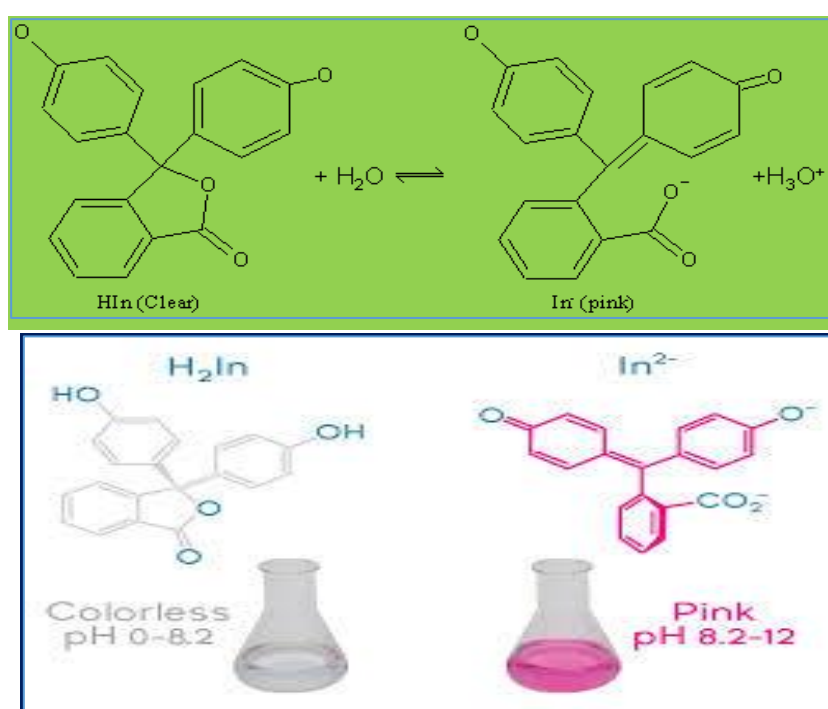


Theory of neutralization titrations of simple systems

الجانب النظري في تسحيحات التعادل للأنظمة البسيطة

Acid-Base Indicators

Indicators are weak organic acids or weak organic bases that show color change or emit luminescence at a certain pH value when an acid or a base is added. For most of these indicators, two different colors or even more, one appears in acidic media and the other in basic media, therefore, they are called double-color indicators. Some of these indicators are of one color, such as phenolphthalein, as it is colorless in acidic media and **pink** in alkaline media.



دلائل حامض - القاعدة

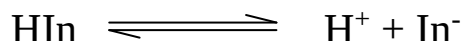
الدلائل عبارة عن أحماض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها أو ينبعث منها وميض عند قيمة معينة من قيم الدالة الحامضية عندما يضاف حامض أو قاعدة، معظم الدلائل لها لوان مختلفان أو أكثر، يظهر أحدهما في الوسط الحامضي والآخر في الوسط القاعدي، لذلك يطلق عليهما دلائل اللون المزدوج (دلائل ثنائية اللون). بعض هذه الدلائل احادية اللون مثل الفينونفثالين لأنه عديم اللون في الوسط الحامضي ووردي (ارجواني) في الوسط القلوي (القاعدي).

يعتبر الماء المذيب الأكثر أهمية في الكيمياء لكونه قادر على إذابة العديد من المركبات وله دور كبير في تفاعلات الحوامض والقواعد، تواجد الحوامض والقواعد يعتمد على نواتج تفكك الماء فالتفاعل المتوازن بين الماء وايوناته مهم جدا وهو تفاعل سريع جدا وبكل الاحوال فان عدد الجزيئات المتفككة قليل جدا وطبقا لقانون التوازن فان تركيز الماء في المحاليل المخففة عالي وهو 55 مول / لتر .

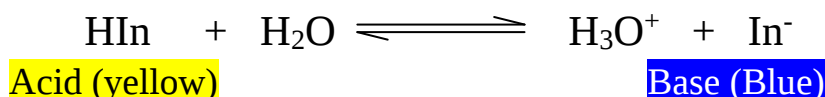
Acidic Indicator (HIn)

The acidic indicator *HIn* has a yellow color in acidic media and blue color in alkaline media and dissociates as follows: -

HIn رمز للدليل الحامضي ونفرض ان لونه اصفر في الوسط الحامضي وازرق في الوسط القاعدي ويتأين الدليل الحامضي كما في المعادلة التالية: -



Or:



If acid is added, the reaction goes to the left, and if a base is added, then the reaction goes to the right, according to Le Chatelier's law.

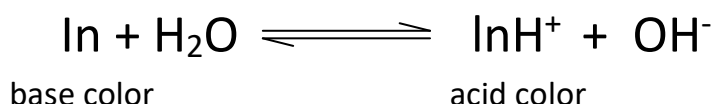
عند اضافة حامض الى محلول الدليل فان التفاعل يتجه نحو اليسار واذا اضيفت قاعدة فالتفاعل يتجه نحو اليمين طبقا لقاعدة ليشاتليه. ويمكن تعيين ثابت تأين الدليل من العلاقة الاتية :-

$$K_a = \frac{[H^+][In^-]}{[HIn]} \quad (\text{or}) \quad K_a = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]}$$

Alkaline Indicator (In)

The alkaline indicator is referred to as (*In*), and its color differs from its conjugate base (*InOH*):-

(In) رمز للدليل القاعدي ولونه يختلف عن لون القاعدة القرينة (**InOH**)



اما ثابت تأين الدليل القاعدي فهو

$$K_b = \frac{[InH^+][OH^-]}{[In^-]}$$

These two expressions can be rearranged

والصيغتين يمكن اعادة ترتيبهما

$$\frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$\frac{[HIn]}{[In^-]} = K_b \frac{[H_3O^+]}{K_w}$$

Practically, the eyes cannot distinguish a color in the presence of other colors only if their concentrations are at least tenfold the other one. Therefore, the alkaline and acidic colors will not be seen unless these relations are achieved.

دلت التجارب العملية على ان العين المجردة لا تستطيع تمييز لون بوجود لون آخر الا اذا كان تركيزه اكبر على الاقل بعشرة اضعاف وعلى هذا الاساس لا يظهر للعين المجردة لون الحامض او لون القاعدة الا عندما تتحقق هذه العلاقات .

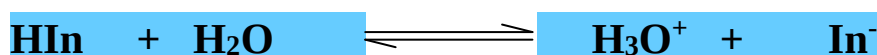
$$\frac{[In^-]}{[HIn]} \geq \frac{1}{10} \quad \text{acidic color}$$

$$\frac{[In^-]}{[HIn]} \leq \frac{10}{1} \quad \text{basic color}$$

وعندما تتراوح القيمة بين هاتين القيمتين أي بين (0.1 - 10) يكون لون الدليل وسطا بين الحامض ولون القاعدة وهذا هو المعدل الا ان هناك بعض الدلائل تستلزم نسبيا اكبر او اصغر من هذا المعدل .

Calculating the indicator pH:

يمكن تعيين الدالة الحامضية للمحلول الذي يظهر فيه لون الدليل بلون الحامض ولون القاعدة كالآتي :



$$K_a = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]} \rightarrow K_a = [H_3O^+] \times \frac{1}{10} \rightarrow [H_3O^+] = K_a \times 10 \text{ (or) } [H^+] = K_a \times 10$$

وبأخذ سالب لوغاريتم الطرفين في القانون اعلاه نحصل على :-

$$pH = pK_a - 1$$

This acid color appear **يظهر لون الحامض عندما يكون**

$$K_a = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn]} \rightarrow K_a = [H_3O^+] \times \frac{10}{1} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_a}{10} \rightarrow [H^+] = \frac{K_a}{10}$$

$$pH = pK_a + 1$$

This base color appear **يظهر لون القاعدة عندما يكون**

So the difference between the two cases regarding pH is:-

لهذا فالفرق بين الحالتين من حيث الدالة الحامضية هو :-

$$pH(\text{Basic}) - pH(\text{Acidic}) = (pK_a + 1) - (pK_a - 1) = 2$$

Suppose that $pK_a = 5$ then changes in indicator color will occur when the pH value varies between (5-1) and (5+1), that is, between 4 and 6. This pH range is called the **indicator transition range**. Below is the range of some indicators utilized in acid-base titration.

افترض أن $pK_a = 5$ ثم التغيير في لون الدليل سيحدث عندما تختلف قيمة الأس الهيدروجيني بين (1-5) و (5 + 1) ، أي ما بين 4 و 6 يسمى مدى الأس الهيدروجيني pH هذا **مدى انتقال الدليل** (**indicator**) **transition range** . يوجد أدناه قيم بعض الدلائل المستخدمة في (تسحيحات) معايرة الحامض - القاعدة.

acid-base indicator table

indicator	pH range	color for weak acid	color for conjugate base
methyl orange	4-6	orange	yellow
bromophenol blue	6-7	yellow	blue
thymol blue	8-9	yellow	blue
phenolphthalein	9-10	colorless	pink
alizarin yellow	10-12	yellow	red

Selection of the suitable indicator for acid- base titrations

اختيار الدليل المناسب اثناء تسحيح حامض مع قاعدة

The selection of the indicator is done through neutralization curves or titration curves. The curves can be obtained by drawing pH values (X axis) against the *number of milliliters* of standard reagent solution added (Y axis). These curves are very important in indicator selection processes, the indicator will decide the equivalent point. From this curve, we can obtain the *indicator pH transition range*, and then we can select the indicator of matching range and give sharp color change at this range.

يتم اختيار الدليل المناسب من خلال منحنيات التعادل أو منحنيات التسحيح. يمكن الحصول على المنحنيات عن طريق رسم قيم الأس الهيدروجيني (المحور X الصادي) مقابل عدد المليلترات لمحلول الكاشف القياسي المضاف (المحور Y السيني). هذه المنحنيات مهمة جدًا في عمليات اختيار الدليل، الدليل الذي سيقدر النقطة المكافئة (نقطة انتهاء التفاعل). من

هذا المنحنى يمكننا الحصول على مدى انتقال الرقم الهيدروجيني للدليل، ثم يمكننا تحديد دليل ضمن المدى المطابق الذي تم تحديده وإعطاء تغيير حاد في اللون في هذا المدى وبهذا نحصل على الدليل المناسب للتسحيح.

يتم رسم المنحنى بعد اخذ القراءات للدالة الحامضية بعد كل اضافة من الحامض او القاعدة كما يلي :-

- 1- Initial point before dropping (نقطة البداية قبل اضافة القطرات)
- 2- dropping stage before equivalent point (مرحلة اضافة القطرات قبل الوصول الى نقطة التكافؤ)
- 3- equivalent point (نقطة التكافؤ)
- 4- dropping stage after equivalent point (مرحلة التنقيط بعد وصول الى نقطة التكافؤ)

اذ تتم عملية قياس الدالة الحامضية باستخدام جهاز pH- meter وتكون الحسابات ذات تعقيد معتمدة على تعقيد النظام .

1-Titration of strong acid with strong base

تسحيح الحامض القوي مع قاعدة قوية

تتأين الحوامض والقواعد عادة بشكل تام ويمكن حساب التغير الحاصل بتركيز ايون الهيدروجين وبالتالي الدالة الحامضية من خلال عملية تعادل الحامض القوي مع القاعدة القوية وبالعكس.

Ex. 25 mL of 0.1 N HCl solution is titrated with 0.1 N NaOH solution.

Find the pH values at:

1. **At the initial point.**
2. **After the addition of 5, 20, 24, 24.5, 24.9, and 24.95 mL of 0.1 N NaOH solution.**
3. **At the equivalent point.**
4. **After the addition of 25.05 mL of 0.1 N NaOH solution.**

1. At the initial point

(Notice) HCl mono proton and so $N = M$

	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$		
before ionization	0.1	0	0
after ionization	0	0.1	0.1

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0.1 = 1$$

2. After the addition of 5.0 mL NaOH



NaCl is a salt derived from a strong acid and a strong base; then it will not affect the pH

ان ملح كلوريد الصوديوم مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية لذلك لا يؤثر في قيمة الدالة الحامضية .

$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{HCl})} = 25 \times 0.1 = 2.5 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{NaOH})} = 5 \times 0.1 = 0.5 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 25 + 5 = 30 \text{ mL}$$

HCl mono proton and so $N = M$

$$[\text{H}^+] = \frac{25 \times 0.1 - 5 \times 0.1}{30} = 0.067 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0.067) = 1.17$$

3. After the addition of 24.95 mL NaOH

$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{HCl})} = 25 \times 0.1 = 2.5 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{NaOH})} = 24.95 \times 0.1 = 2.495 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 25 + 24.95 = 49.95 \text{ mL}$$

HCl mono proton and so $N = M$

$$[\text{H}^+] = \frac{25 \times 0.1 - 24.95 \times 0.1}{49.95} = 1.001 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1.001 \times 10^{-4}) = 3.999$$

After addition (mL) (NaOH)	pH
0.00	1.000
5.00	1.170
20.00	1.955
24.00	2.690
24.50	2.990
24.90	3.700
24.95	3.999

4. At the Equivalent Point:

When 25 ml of 0.1 N NaOH solution is added then the neutralization reaction is complete and the solution becomes a solution of NaCl which is not hydrolyzed and hence the only source of $[H^+]$ is the dissociation of water, that is $pH = 7$. We may notice that there is a jump of 3 units by adding one drop of NaOH solution.

$$pH = pOH = 7$$

عند إضافة 25 مليلتر من محلول هيدروكسيد الصوديوم يتم التعادل التام بين الحامض والقاعدة ويصبح المحلول عبارة عن محلول الملح وهو كلوريد الصوديوم الذي لا يتحلل مانيا ويبقى المصدر الوحيد لأيونات الهيدروجين هي ناتجة عن تفكك الماء، أي أن قيمة الدالة الحامضية هي 7. يلاحظ أن هناك قفزة في قيمة الدالة الحامضية بمقدار ثلاثة وحدات بإضافة قطرة واحدة من محلول هيدروكسيد الصوديوم.

5. After the addition of 25.05 mL of 0.1 N NaOH solution

After the equivalent point, there are NaCl and excess of OH^- ions in the solution, and hence, we calculate pOH

بعد نقطة التكافؤ يتكون ملح كلوريد الصوديوم مع وفرة من أيونات الهيدروكسيد ولهذا تحسب قيمة

pOH

$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(HCl)} = 25 \times 0.1 = 2.5 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(NaOH)} = 25.05 \times 0.1 = 2.505 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 25 + 25.05 = 50.05 \text{ mL}$$

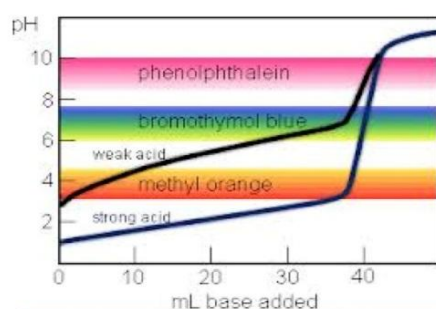
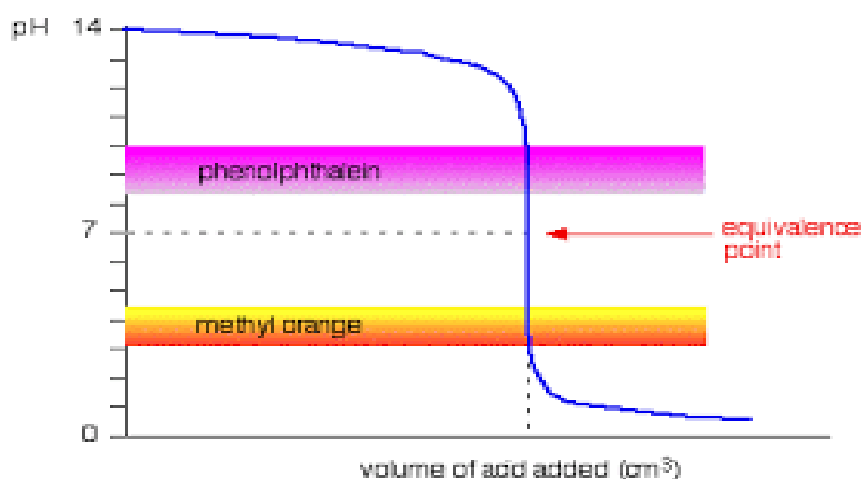
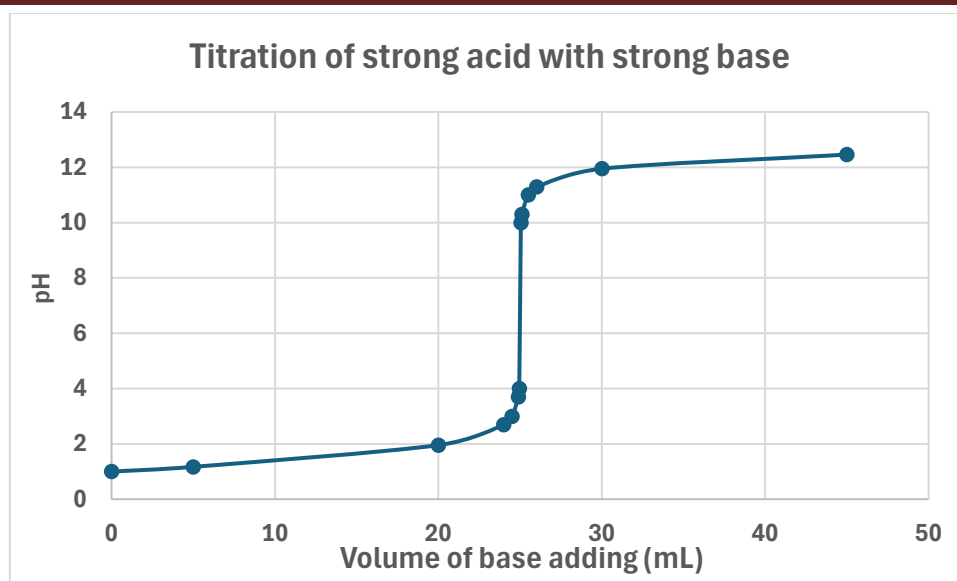
HCl mono proton and so $N = M$

$$[OH^-] = \frac{25.05 \times 0.1 - 25 \times 0.1}{50.05} = 9.99 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

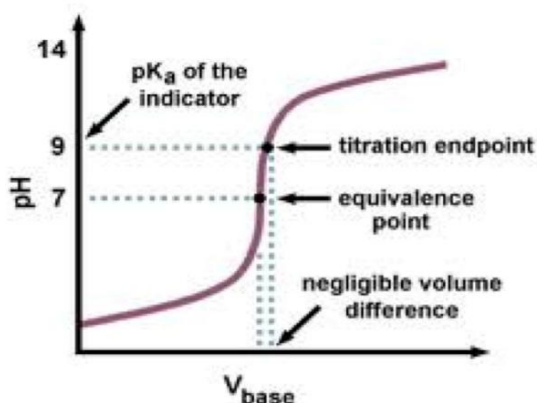
$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (9.99 \times 10^{-5}) = 4.000$$

$$pKw = pH + pOH \rightarrow pH = 14 - 4 = 10$$

After addition (mL)	pH
25.05	10.00
25.10	10.30
25.50	11.00
26.00	11.29
30.00	11.95
45.00	12.46



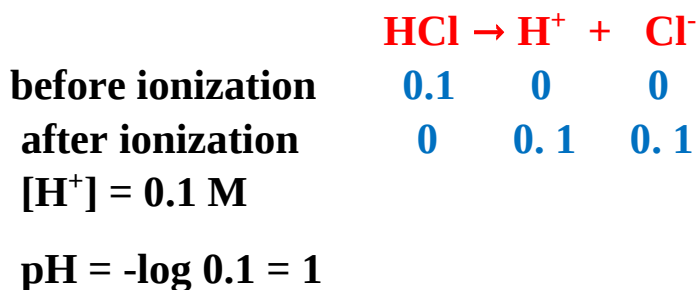
Name of indicator	pH range pK_{in}
methyl orange	3.1-4.4
methyl red	4.4-6.2
bromothymol blue	6.0-7.6
phenolphthalein	8.3-10.0



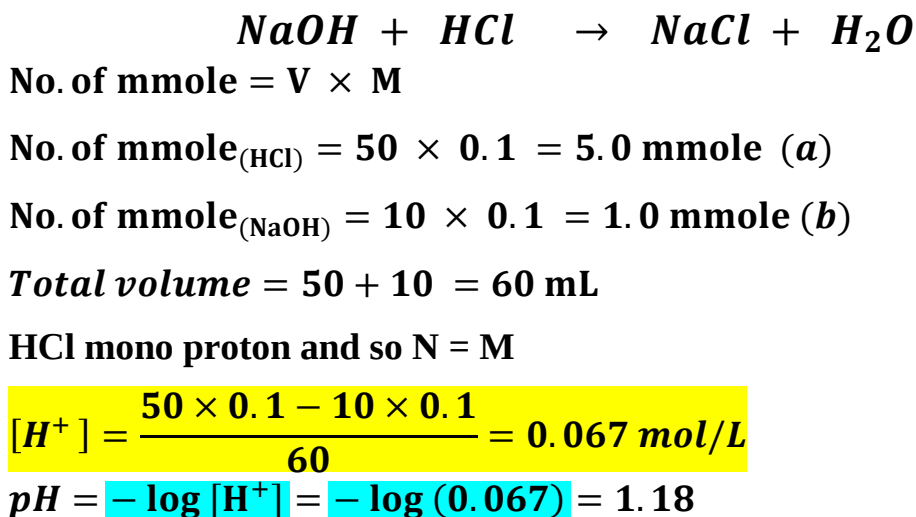
يمثل الشكل اعلاه لعملية التسحيح حيث ان الخط المتقطع يوضح التسحيح المعاكس اي باضافة الحامض الى القاعدة . فأن وعندما تكون القوة العيارية للحامض والقاعدة يساوي 0.1 مدى التغير في الدالة الحامضية عند نقطة التكافؤ بين 10 , 4 ويغطي هذه المساحة دلائل الفينونفتالين وبرموثايمول الازرق والمثيل البرتقالي.

Ex2.) 50 mL of 0.1 M HCl solution is titrated with 0.1 M NaOH solution. Find the pH values at:

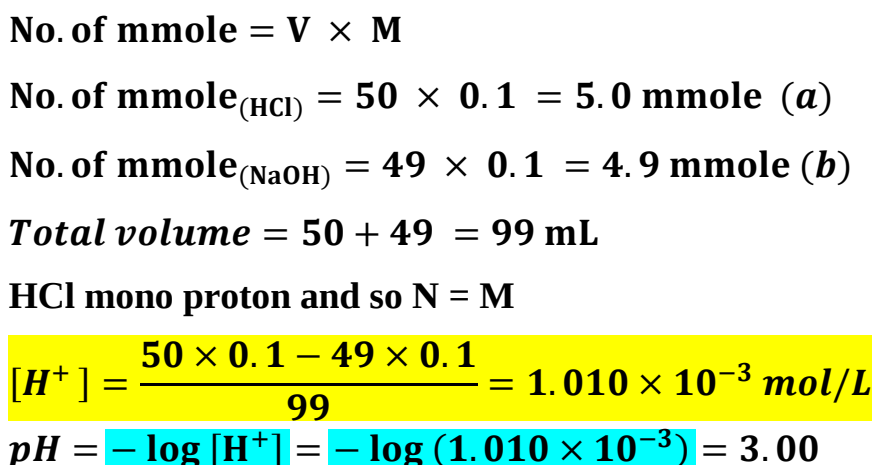
1- Initial (before adding) NaOH:



2- After adding 10 mL of 0.1 M NaOH



3- After adding 49 ml of NaOH



4-After the addition of 50 mL of 0.1 M NaOH solution

$$\text{No. of mmole} = V \times M$$

$$\text{No. of mmole}_{(\text{HCl})} = 50 \times 0.1 = 5.0 \text{ mmole (a)}$$

$$\text{No. of mmole}_{(\text{NaOH})} = 50 \times 0.1 = 5.0 \text{ mmole (b)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 50 = 100 \text{ mL}$$

$$\text{No. of mmole}(\text{HCl}) = \text{No. of mmole}(\text{NaOH})$$

$$\text{So this is equivalent point} \rightarrow \text{pH} = \text{pOH} = 7$$

When 50 mL of 0.1 M NaOH solution is added, then the neutralization reaction is complete, and the solution becomes a solution of NaCl, which is not hydrolyzed, and hence the only source of $[\text{H}^+]$ is the dissociation of water, that is $\text{pH} = 7$. We may notice that there is a jump by 3 units by adding one drop of NaOH solution.

عند إضافة 50 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم يتم التعادل التام بين الحامض والقاعدة ويصبح المحلول عبارة عن محلول الملح وهو كلوريد الصوديوم الذي لا يتحلل مائياً ويبقى المصدر الوحيد لأيونات الهيدروجين هي ناتجة عن تفكك الماء أي أن قيمة الدالة الحامضية هي 7

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

5- After adding 50.01 mL of 0.1 M NaOH

After the equivalent point, there are NaCl and excess OH^- ions in the solution, and hence, we calculate pOH

$$\text{No. of mmole} = V \times M$$

$$\text{no. mmole (HCl)} = M \times V = 0.1 \times 50 = 5.0 \text{ mmole (a)}$$

$$\text{no. mmole}(\text{NaOH}) = M \times V = 0.1 \times 50.01 = 5.001 \text{ mmole (b)}$$

$$V_{\text{total}} = 50 + 50.01 = 100.01 \text{ mL}$$

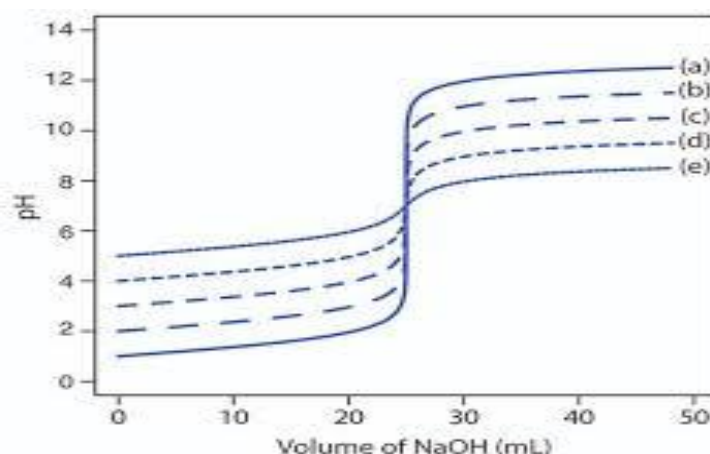
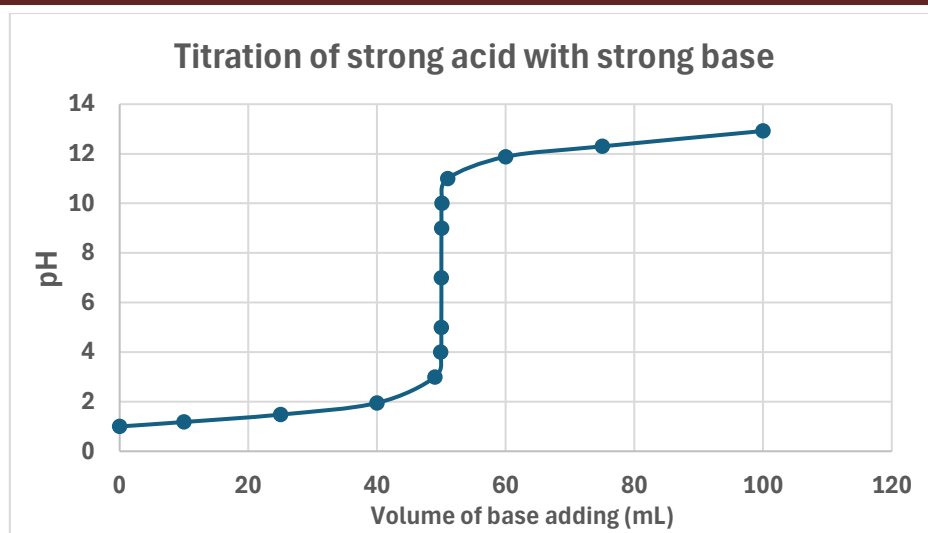
$$[\text{OH}^-] = \frac{50.01 \times 0.1 - 50 \times 0.1}{100.1} = 9.999 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{POH} = -\log 9.999 \times 10^{-6} = 5.000$$

$$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 5 = 9$$

mL(NaOH)	pH	mL(NaOH)	pH	mL(NaOH)	pH
0	1.00	49.9	4.0	51	11.00
10	1.18	49.99	5.0	60	11.88
25	1.48	50	7.0	75	12.30
40	1.95	50.01	9.0	100	12.92
49	3.00	50.1	10.0		



كلما ازداد تركيز المحلول ازداد مدى عمل الدلائل (a اعلى تركيز و b اقل تركيزوهكذا)

2- Titration of strong base with strong acid

تسحيح القاعدة القوية مع حامض قوي

في هذه الحالة يحل السؤال بنفس الطريقة السابقة ولكن الفرق نحسب دالة الهيدروكسيل اولا ثم نحسب دالة الهيدروجين للمحلول ثانيا كون القاعدة في الدورق .

ملاحظة : المادة المعلومة التركيز والحجم توضع في دورق التسحيح

Ex1. 50 mL of 0.1 M NaOH solution is titrated with 0.1 M HCl solution.

Find the pH values at:

1- Initial (before adding) HCl:



before ionization

0.1 0 0

after ionization

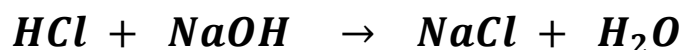
0 0.1 0.1

$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M}$

$\text{pOH} = -\log 0.1 = 1$

$\text{pKw} = \text{pH} + \text{pOH}$

$\text{pH} = 14 - 1 = 13$

2. After adding 40 mL of HCl

$$\text{No. of mmole} = M \times V$$

$$\text{no. mmole(NaOH)} = M \times V = 0.1 \times 50 = 5.00 \text{ mmole (b)}$$

$$\text{no. mmole (HCl)} = M \times V = 0.1 \times 40 = 4.00 \text{ mmole (a)}$$

$$V_{\text{total}} = 50 + 40 = 90 \text{ ml}$$

$$[OH^-] = \frac{50.0 \times 0.1 - 40 \times 0.1}{90} = 0.011 \frac{\text{mol}}{L}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0.011) = 1.959$$

$$pK_w = pH + pOH$$

$$pH = 14 - 1.959 = 12.041$$

3. After the addition of 50 mL of 0.1 M HCl solution

$$\text{No. of mmole} = M \times V$$

$$\text{No. of mmole}_{(HCl)} = 0.1 \times 50.0 = 5.0 \text{ mmole (a)}$$

$$\text{No. of mmole}_{(NaOH)} = 0.1 \times 50.0 = 5.0 \text{ mmole (b)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 50 = 100 \text{ mL}$$

$$\text{No. of mmole(HCl)} = \text{No. of mmole(NaOH)}$$

$$\text{So this is equivalent point} \rightarrow pH = pOH = 7$$

When 50 mL of 0.1 M HCl solution is added then the neutralization reaction is complete, and the solution becomes a solution of NaCl only. which is not hydrolyzed and hence the only source of $[H^+]$ is the dissociation of water, that is $pH = 7$.

عند إضافة 50 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم يتم التعادل التام بين الحامض والقاعدة ويصبح المحلول عبارة عن محلول الملح وهو كلوريد الصوديوم الذي لا يتحلل مائيا ويبقى المصدر الوحيد لأيونات الهيدروجين هي ناتجة عن تفكك الماء أي ان قيمة الدالة الحامضية هي 7.

$$pH = pOH = 7$$

4- After adding 60 mL of 0.1 M HCl

After the equivalent point, there are NaCl and excess H^+ ions in the solution, and hence, we calculate the pH

$$\text{No. of mmole} = M \times V$$

$$\text{No. of mmole}_{(NaOH)} = 0.1 \times 50.0 = 5.0 \text{ mmole (b)}$$

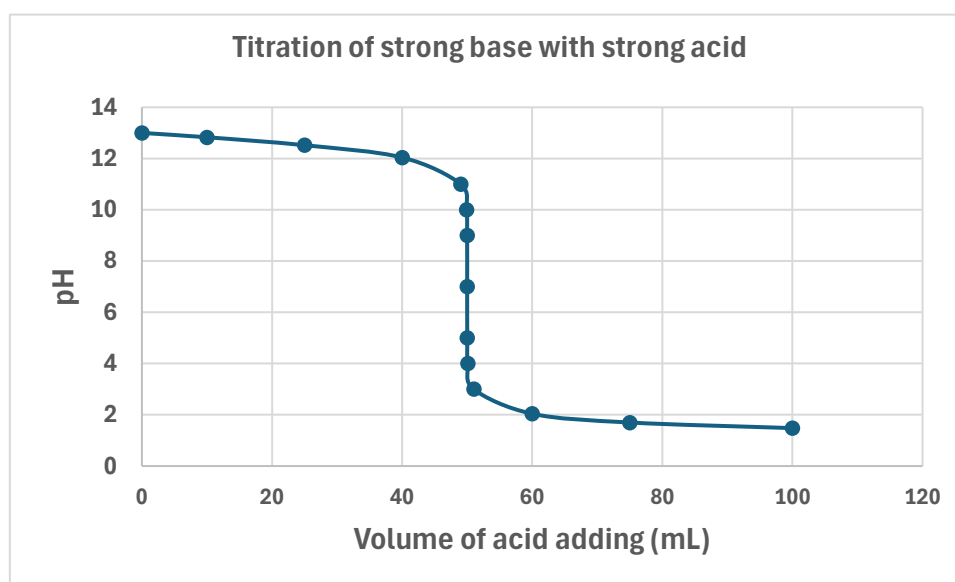
$$\text{No. of mmole}_{(\text{HCl})} = 0.1 \times 60.0 = 6.0 \text{ mmole (a)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 60 = 110 \text{ mL}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{60 \times 0.1 - 50 \times 0.1}{110} = 9.091 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (9.091 \times 10^{-3}) = 2.041$$

mL(HCl)	pH	mL(HCl)	pH	mL(HCl)	pH
0	13	49.9	10	50.1	4
10	12.83	49.99	9	51	3
25	12.52	50	7	60	2.041
40	12.041	50.01	5	75	1.699
49	11	50.1	4	100	1.48



Ex2.) 50 mL of 0.01 N NaOH solution is titrated with 0.02 N HCl solution. Calculate the pH values after the addition of 0, 15, 25, and 50 mL of HCl solution.

1- At zero (Initial or before adding HCl solution):

NaOH mono hydroxide Base so $N = M$



before ionization 0.01 0 0

after ionization 0 0.01 0.01

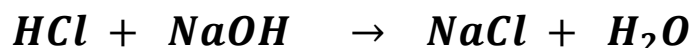
$[\text{OH}^-] = 0.01 \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.01) = 2$$

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12$$

2- After the addition of 15 mL of HCl solution



$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{HCl})} = 15 \times 0.02 = 0.3 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{NaOH})} = 50 \times 0.01 = 0.5 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 15 = 65 \text{ mL}$$

NaOH mono hydroxide Base so $N = M$

$$[\text{OH}^-] = \frac{50.0 \times 0.01 - 15 \times 0.02}{65} = 3.077 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (3.077 \times 10^{-3}) = 2.512$$

$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 2.512 = 11.488$$

3- After the addition of 25 mL of HCl solution:

NaOH mono hydroxide Base so $N = M$

$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{HCl})} = 25 \times 0.02 = 0.5 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{NaOH})} = 50 \times 0.01 = 0.5 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 25 = 75 \text{ mL}$$

$$\text{No. of meq}_{(\text{HCl})} = \text{No. of meq}_{(\text{NaOH})}$$

$$\text{So this is equivalent point} \rightarrow \text{pH} = \text{pOH} = 7$$

When 25 mL of 0.02 M HCl solution is added, the neutralization reaction is complete, and the solution becomes a solution of NaCl, which is not hydrolyzed. Hence, the only source of $[\text{H}^+]$ is the dissociation of water, that is $\text{pH} = 7$.

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

عند إضافة 25 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم يتم التعادل التام بين الحامض والقاعدة ويصبح المحلول عبارة عن محلول الملح وهو كلوريد الصوديوم الذي لا يتحلل مائيا ويبقى المصدر الوحيد لأيونات الهيدروجين هي ناتجة عن تفكك الماء أي أن قيمة الدالة الحامضية هي 7.

4- After the addition of 50 mL of HCl solution:

After the equivalent point, there are NaCl and excess H^+ ions in the solution, and hence, we calculate the pH

$$\text{No. of meq} = V \times N$$

$$\text{No. of meq}_{(HCl)} = 50.0 \times 0.02 = 1.0 \text{ meq (a)}$$

$$\text{No. of meq}_{(NaOH)} = 50.0 \times 0.01 = 0.5 \text{ meq (b)}$$

$$\text{Total volume} = 50 + 50 = 100 \text{ mL}$$

NaOH mono hydroxide Base so $N = M$

$$[H^+] = \frac{5.0 \times 0.02 - 50 \times 0.01}{100} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log (5 \times 10^{-3}) = 2.301$$

رغم الحجوم متساوية للحامض والقاعدة لكن الدالة الحامضية ليست 7 أي ليس نقطة تكافؤ وذلك لكون قيم التراكيز مختلفة .